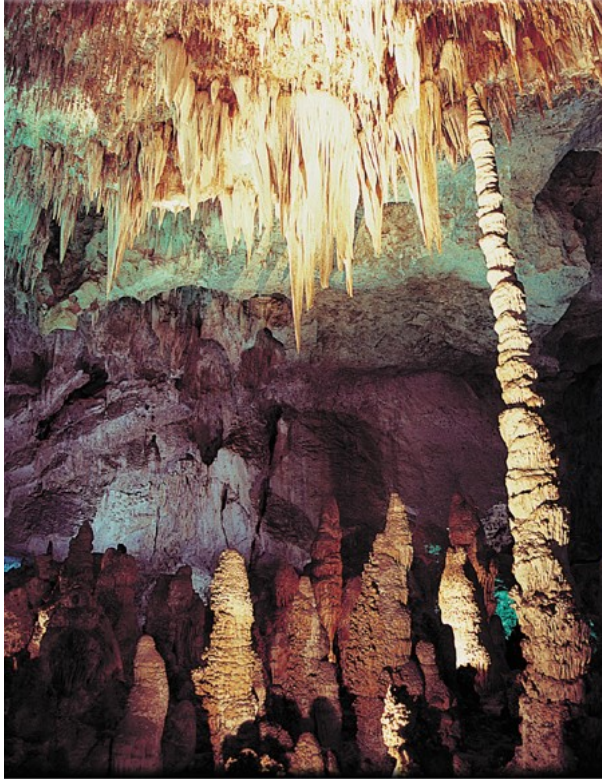
https://quizizz.com/admin/quiz/611ea074834b6a001d44223b/principio-de-lechatelier?term=PRINCIPIO&sortKey=_score&searchLocale

=



Ácidos y bases

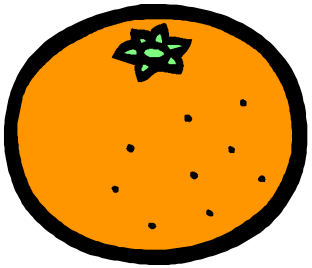
Menti

Objetivos: Definir propiedades ácido-base.

Reconocer constante de autoionización del agua.

Reconocer las principales teorías ácido-

Un Extracto de Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Química General y texto Química 1 del ministerio de educación (grupo editorial edebé, 2018)



Ácidos

Tienen un sabor agrio. El vinagre le debe su sabor al ácido acético. Las frutas cítricas contienen ácido cítrico.

Reaccionan con algunos metales para producir hidrógeno gaseoso.
Reaccionan con carbonatos y bicarbonatos para producir dióxido de carbono gaseoso.

Bases

Tienen un sabor amargo.

Se sienten resbalosos. Muchos jabones contienen bases.

6.2. Propiedades de ácidos y bases

Propiedades de los ácidos	Propiedades de las bases
• Sabor agrio o ácido.	• Sabor amargo.
• Reaccionan con algunos metales como el cinc o el hierro desprendiendo hidrógeno.	• Tacto jabonoso.
• Reaccionan con las bases produciendo sales.	• En general, no reaccionan con los metales.
• En disolución acuosa, conducen la electricidad.	• Reaccionan con los ácidos produciendo sales.
• Modifican el color de ciertas sustancias llamadas *indicadores*. Por ejemplo, colorean de color rojo el papel indicador universal.	• En disolución acuosa, conducen la electricidad.
	• Modifican el color de los indicadores. Por ejemplo, colorean de color azul el papel indicador universal.

Ácido cítrico

Hidróxido de sodio o sosa caústica

Los ácidos y las bases, en disolución acuosa, conducen la corriente eléctrica.

La causa de estas propiedades tan características hay que buscarla en la propia composición de las sustancias.

	Comportamiento	Composición	Definición
Ácidos	Cuando un ácido se disuelve en agua, sus moléculas se disocian en iones: uno positivo, el catión, que siempre es el H^+, y otro negativo, el anión. Por ejemplo: $HNO_3\,(aq) \rightarrow H^+\,(aq) + NO_3^-\,(aq)$ Este comportamiento común de los ácidos es su principal característica.	Los oxoácidos están formados por hidrógeno, un elemento no metálico y el oxígeno. Por ejemplo: el ácido sulfúrico, H_2SO_4. — Los hidrácidos, disoluciones acuosas de halogenuros y calcogenuros de hidrógeno. Por ejemplo: el ácido clorhídrico, HCl. — Los ácidos orgánicos. El más conocido de ellos es el ácido acético, CH_3COOH.	Un ácido es una sustancia que, al disolverse en agua, produce iones hidrógeno, H^+.
Bases	Cuando un hidróxido se disuelve en agua, también se disocia en iones: el ion positivo o catión depende del metal que forma el compuesto, mientras que el ion negativo o anión es siempre el OH^-. Así: $Al(OH)_3\,(aq) \rightarrow Al^{3+}\,(aq) + 3\,OH^-\,(aq)$ Este comportamiento determina las propiedades de las bases.	El grupo de las bases está constituido fundamentalmente por los hidróxidos, compuestos formados por un metal y el ion hidróxido, OH^-. Por ejemplo: el hidróxido de sodio, NaOH, el hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$. Existen otras sustancias que se comportan como bases porque producen iones OH_2 cuando se disuelven en agua.	Una base es una sustancia que, al disolverse en agua, produce iones hidróxido, OH^-.

Teoría de Arrhenius

En 1884, el químico sueco S. Arrhenius (1859-1927) presentó su teoría de la disociación iónica, según la cual, muchas sustancias en disolución acuosa experimentan una ruptura o disociación en iones positivos y negativos. Así, las sales se disocian de esta forma:

$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^- \qquad KNO_3 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_3^-$$

$$CaBr_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2Br^- \qquad Cs_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2\,Cs^+ + SO_4^{2-}$$

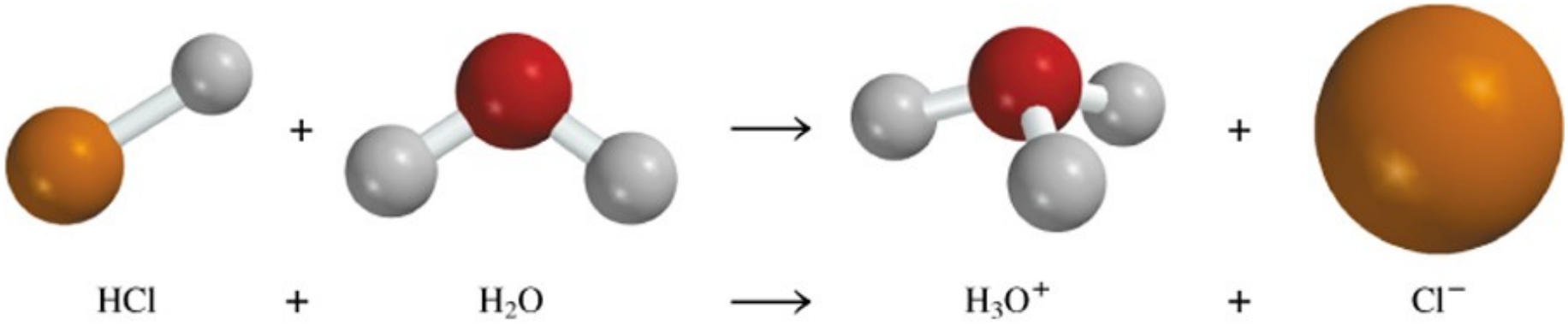
Esta disociación iónica, o disociación electrolítica, justifica la conductividad eléctrica de las disoluciones acuosas de muchas sustancias denominadas *electrolitos*.

En su teoría, Arrhenius formuló las siguientes definiciones para los ácidos y las bases:

Ácido es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones hidrógeno (protones), H^+.

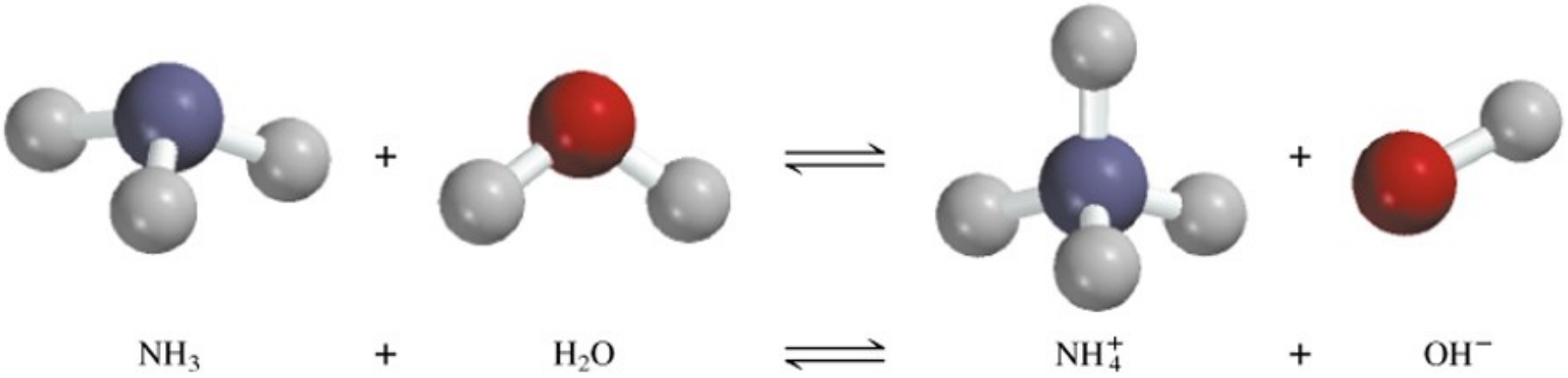
Base es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones hidroxilo (u oxidrilo), OH^-.

El ácido de Arrhenius es una sustancia que produce H^+ (H_3O^+) en agua



$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

La base de Arrhenius es una sustancia que produce OH^- en agua



$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

Ácidos	Bases
Esta definición incluye los hidrácidos y los oxoácidos: HBr, H_2S, HNO_3, H_3PO_4...	Esta definición incluye las sustancias denominadas *hidróxidos*: KOH, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_3$...
$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$ $\quad H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + SO_4^{2-}$	$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ $\quad Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2\,OH^-$
En general:	En general:
$HA \xrightarrow{H_2O} H^+ + A^-$	$BOH \xrightarrow{H_2O} B^+ + OH^-$

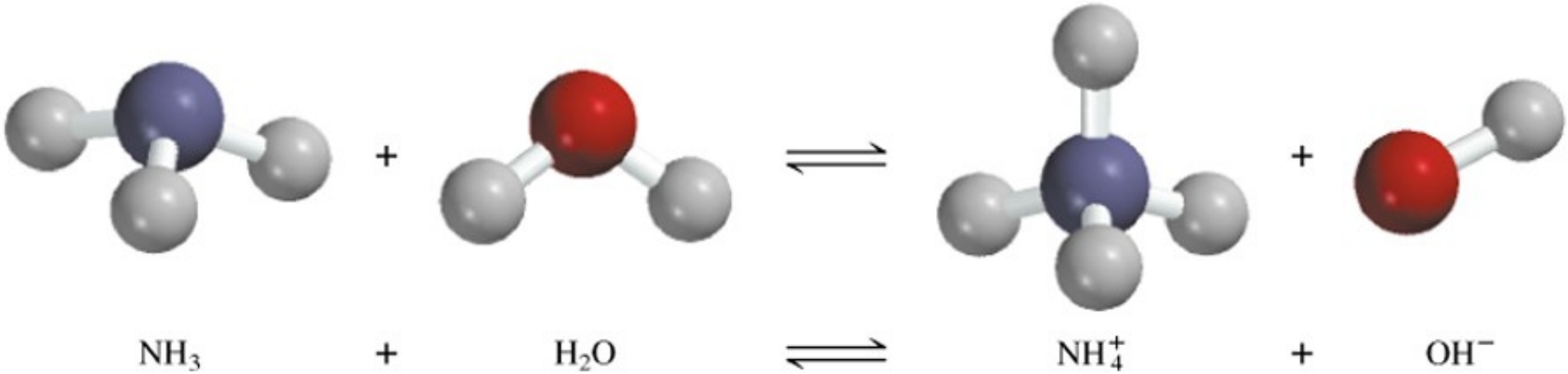
La reacción de neutralización tiene lugar cuando un ácido reacciona completamente con una base y se produce una sal y agua:

$$HCl\,(aq) + NaOH\,(aq) \rightarrow NaCl\,(aq) + H_2O\,(l)$$

$$H_2SO_4\,(aq) + 2\,KOH\,(aq) \rightarrow K_2SO_4\,(aq) + 2\,H_2O\,(l)$$

Un ácido de Brønsted es una sustancia que puede donar un protón.

Una base de Brønsted es una sustancia que puede aceptar un protón.



$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

base	ácido	ácido	base
base	ácido	ácido conjugado	base conjugada

Fuerza de ácidos y bases

La tendencia de los ácidos a ceder protones es muy variable. Por ejemplo, el ácido clorhídrico, HCl, es un electrolito fuerte.

$$HCl\,(aq) + H_2O\,(l) \rightarrow H_3O^+\,(aq) + Cl^-\,(aq)$$

A diferencia del HCl, el ácido fluorhídrico es un ácido débil, con poca tendencia a ceder iones H^+ a las bases. Como, a su vez, los iones F^- formados por ionización tienden a reaccionar con los iones H_3O^+, se establece el equilibrio:

$$HF\,(aq) + H_2O\,(l) \rightarrow H_3O^+\,(aq) + F^-\,(aq)$$

Y TAMBIÉN: ¿?

El hecho de que un ácido sea débil no significa que sea poco reactivo.

Por ejemplo, un ácido débil como el fluorhídrico, HF, disuelve la sílice y los silicatos. Los recipientes de vidrio son atacados por el HF.

$$SiO_2\,(s) + 4\,HF\,(l) \rightarrow$$

$$\rightarrow SiF_4\,(g) + 2\,H_2O\,(l)$$

- Los ácidos fuertes se ionizan completamente en las disoluciones acuosas diluidas, debido a su gran tendencia a ceder iones H^+. Son ácidos fuertes: HCl, $HClO_4$, HBr, HI, H_2SO_4 y HNO_3.
- Los ácidos débiles solo se ionizan parcialmente a causa de su débil tendencia a ceder iones H^+; aparece un equilibrio entre las moléculas no ionizadas y los iones formados.

De modo semejante, distinguimos las bases fuertes de las débiles:

- Las bases fuertes muestran gran tendencia a recibir iones H^+ de los ácidos. Son bases fuertes los hidróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos.

Una disolución acuosa diluida de hidróxido de sodio, NaOH, electrolito fuerte, contiene casi exclusivamente iones Na^+ y OH^-. Como consecuencia, es una base fuerte, ya que el ion hidróxido, OH^-, muestra una gran tendencia a reaccionar con el ion H_3O^+.

$$OH^- (aq) + H_3O^+ (aq) \rightarrow H_2O (l) + H_2O (l)$$

- Las bases débiles tienen poca tendencia a recibir iones H^+; aparece un equilibrio entre las moléculas no ionizadas y los iones formados.

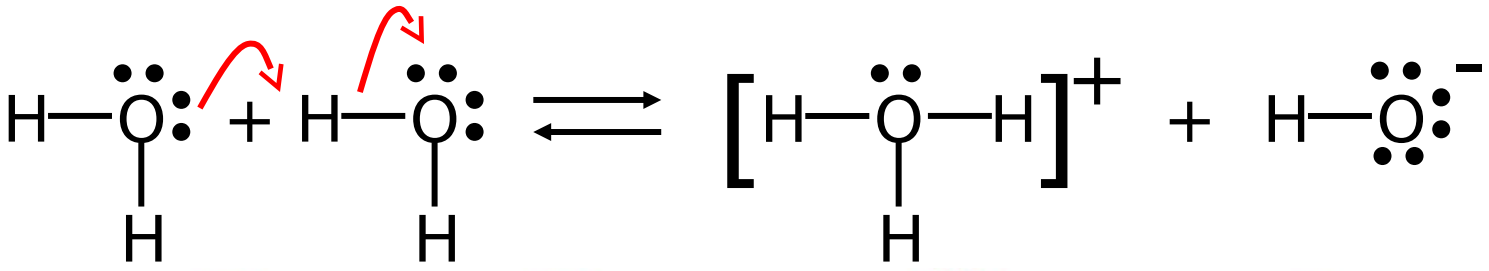
Hay muy pocas bases débiles solubles en agua; una de ellas es el amoníaco, NH_3. Una disolución acuosa de NH_3 contiene en equilibrio las moléculas no ionizadas y los iones NH^+_4 y OH^- formados en la reacción con el agua:

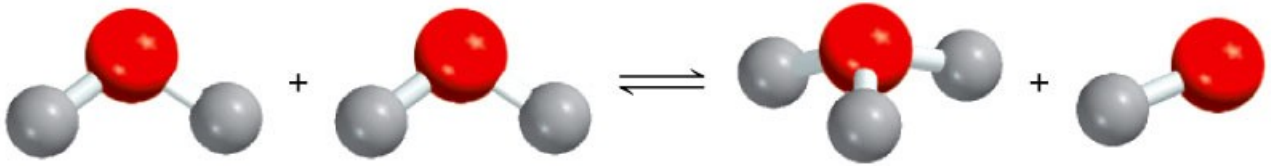
$$NH_3 (aq) + H_2O (l) \rightleftarrows NH^+_4 (aq) + OH^- (aq)$$

Propiedades ácido-base del agua

$$H_2O\ (l) \rightleftharpoons H^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$$

Autoionización del agua





base

ácido conjugad

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

ácido

base conjugad

El producto iónico del agua

$H_2O\ (l) \rightleftharpoons H^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$ $K_c = \dfrac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$ $[H_2O]$ = constante

$$K_c[H_2O] = K_w = [H^+][OH^-]$$

La constante del producto-ion ($\boldsymbol{K_w}$) es el producto de la concentración molar de los iones H^+ y OH^- **a una temperatura en particular.**

A 25^0C

$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

La solución es	
$[H^+] = [OH^-]$	neutral
$[H^+] > [OH^-]$	ácida
$[H^+] < [OH^-]$	básica

EJEMPLO 16.8 $[H^+]$ y $[OH^-]$

El jugo de limón tiene una $[H^+]$ de 0.010 M. ¿Cuál es la $[OH^-]$?

SOLUCIÓN Dado:[H^+] $= 1.0 \times 10^{-2}$ Me nf ormae xponencial.

De K_w se tiene que $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

Sustituyendo[H^+]s eo btiene $[1.0 \times 10^{-2}][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

Dividiendoa mbosl adose ntre1 $.0 \times 10^{-2}$ $$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-2}}$$

Sugerencia: Para dividir números exponenciales, resta el exponente del denominador dele xponented eln umerador:$(-14) - (-2) = -14 + 2 = -12$.

$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-12}\ M$$

EJERCICIO 16.8

(a) Unab ebidac arbonatadat ieneu na[H^+] de 1.0×10^{-4} M. ¿Cuál es la $[OH^-]$?
(b) El jugo de encurtidos tiene una $[H^+]$ de 1.0×10^{-3} M. ¿Cuál es la $[OH^-]$?

EJEMPLO 16.9 $[H^+]$ y $[OH^-]$

Una muestra de bilis tiene una $[OH^-]$ de 1.0×10^{-6} M. ¿Cuál es la $[H^+]$?

SOLUCIÓN Dado: $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-6}$ M.

De K_w se tiene que $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

SustituyendoD ado[OH^-]s eo btiene $[H^+][1.0 \times 10^{-6}] = 1.0 \times 10^{-14}$

Dividiendoa mbosl adose ntre1 $.0 \times 10^{-6}$ M. $$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-6}}$$

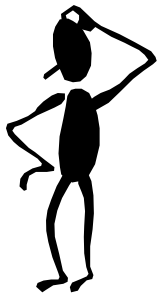
$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-8}\ M$$

EJERCICIO 16.9

(a) Una solución de amoniaco tiene una $[OH^-]$ de 1.0×10^{-3} M. ¿Cuál es la $[H^+]$?
(b) Un limpiador para pisos tiene una $[OH^-]$ de 1.0×10^{-5} M. ¿Cuál es la $[H^+]$?

Estosc álculosi lustranl os iguiente.

En las soluciones ácidas, la $[H^+]$ es mayor que 1.0×10^{-7}.
Enl ass olucionesa lcalinas,l a[H^+] es menor que 1.0×10^{-7}.
En las soluciones neutras, la $[H^+]$ es igual a 1.0×10^{-7}.

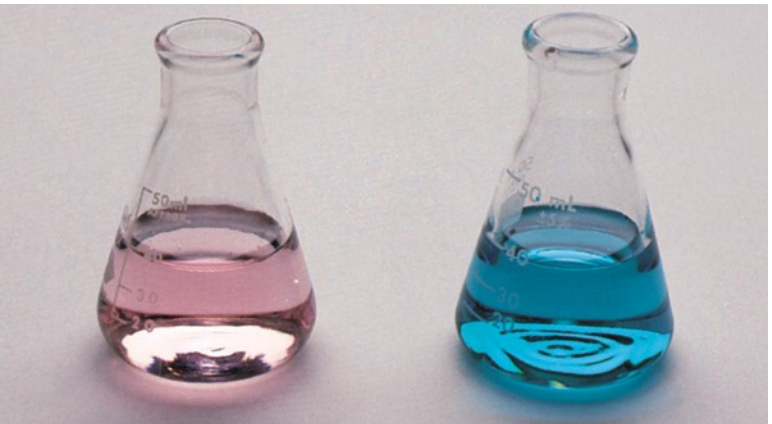


¿Cuál es la concentración de los iones de OH^- en una solución de HCl cuya concentración del ion hidrógeno es de 0.3 *M*?

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

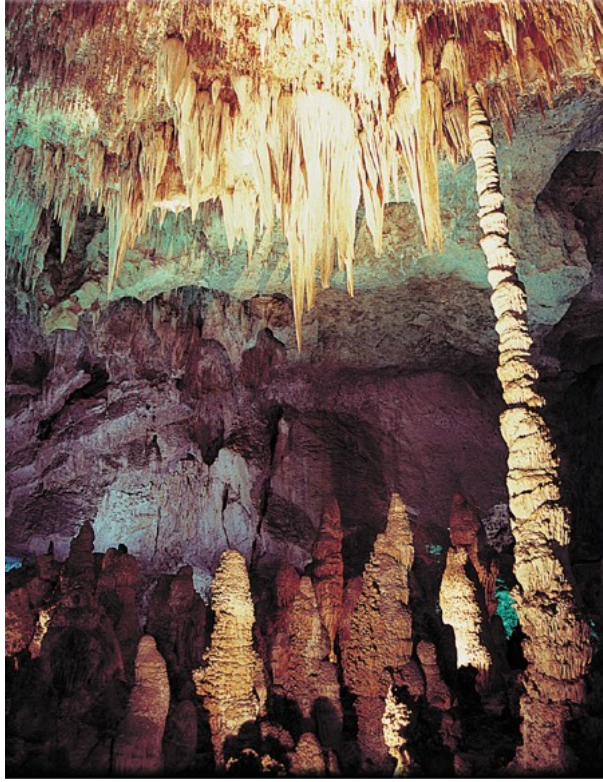
$$[H^+] = 0.3\ M$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.3} = 3.33 \times 10^{-14}\ M$$



[H^+]	[OH^-]	Constante del producto iónico	ÁCIDO O BASE
$2.5x10^{-7}$	4x10-8	$1x10^{-14}$ a 25 C	ácido
2.35x10-7	$4.25x10^{-8}$	$1x10^{-14}$ a 25 C	ácida
$5.13x10^{-8}$	2.20 x 10-8	$1.13x10^{-15}$ a 0 C	ácida
0.004	$2.73x10^{-13}$	$1.13x10^{-15}$ a 0 C	ácida
0.0035	8.34 x10-13	$2.92x10^{-15}$ a 10 C	ácida

https://quizizz.com/admin/quiz/61225a7920930e001e41d1ea/acidos-y-bases-clase-1?term=%C3%A1cidos&sortKey=_score&searchLocale
= ácidos y bases clase 1.



Acidos y bases

Objetivos: Definir concepto de pH.

Realizar ejercicios de cálculo de pH y pOH.

Reconocer características de sistemas amortiguadores.

Un extracto de Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Química General y texto Química 1 del ministerio de educación (grupo editorial edebé, 2015)

pH – Medida de la acidez

$$pH = -\log [H^+]$$

La solución es		**A 25ºC**	
neutral	$[H^+] = [OH^-]$	$[H^+] = 1 \times 10^{-7}$	pH = 7
ácida	$[H^+] > [OH^-]$	$[H^+] > 1 \times 10^{-7}$	pH < 7
básica	$[H^+] < [OH^-]$	$[H^+] < 1 \times 10^{-7}$	pH > 7

pH ↑ $[H^+]$ ↓

TABLE 15.1

The pHs of Some Common Fluids

Sample	pH Value
Gastric juice in the stomach	1.0–2.0
Lemon juice	2.4
Vinegar	3.0
Grapefruit juice	3.2
Orange juice	3.5
Urine	4.8–7.5
Water exposed to air*	5.5
Saliva	6.4–6.9
Milk	6.5
Pure water	7.0
Blood	7.35–7.45
Tears	7.4
Milk of magnesia	10.6
Household ammonia	11.5

*Water exposed to air for a long period of time absorbs atmospheric CO_2 to form carbonic acid, H_2CO_3.

$$pOH = -\log [OH^-]$$

25°

$$[H^+][OH^-] = K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$-\log [H^+] - \log [OH^-] = 14.00$$

$$pH + pOH = 14.00$$

El pH de una disolución es el logaritmo negativo de la expresión numérica de la concentración molar del ion H_3O^+.

Obtenemos la escala de pH, que varía desde 0 a 14. Como se ve a continuación, el valor del pH disminuye a medida que aumenta la acidez de la disolución, y viceversa.

$[H_3O^+]$	10^{0}	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^{0}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

$[H_3O^+] > [HO^-]$ $\quad$ $[H_3O^+] = [HO^-]$ $\quad$ $[H_3O^+] < [HO^-]$

$pH < 7$ Disoluciones ácidas $\quad$ $pH = 7$ Disoluciones neutras $\quad$ $pH > 7$ Disoluciones básicas

Aumento de la acidez $\quad$ Aumento de la basicidad

Calculemos:

a. el pH de una disolución donde $[H_3O^+] = 2{,}95 \times 10^{-4}$ M:

b. el pH de una disolución cuya concentración de OH^- vale $2{,}73 \times 10^{-3}$ M:

c. la $[H_3O^+]$ y la $[OH^-]$ de una disolución cuyo pH es 3,2.

Solucionemos:

a. $[H_3O^+] = 2{,}95 \times 10^{-4}$ M $\Rightarrow$

$\Rightarrow pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2{,}95 \times 10^{-4}) = 3{,}5$

b. $[OH^-] = 2{,}73 \times 10^{-3}$ M $\Rightarrow$

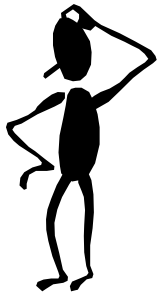
$\Rightarrow pOH = -\log [OH^-] = -\log (2{,}73 \times 10^{-3}) = 2{,}5$

Sabemos que $pH + pOH = 14$, y por tanto:

$pH = 14 - pOH = 14 - 2{,}5 = 11{,}5$

c. $pH = 3{,}2 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3{,}2} = 6{,}31 \times 10^{-4}$ mol $\times$ L^{-1}

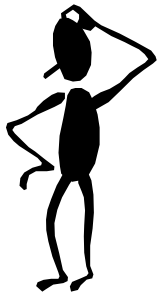
De la igualdad $K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$, ¿qué se obtiene?



El pH del agua de lluvia recolectada en una región del noreste de los Estados Unidos en un día normal era de 4.82.¿Cuál es la concentración del ion H^+ del agua de lluvia?

$$pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.82} = 1.5 \times 10^{-5}\ M$$



La concentración del ion OH^- de una muestra de sangre es de $2.5 \times 10^{-7}\ M$. ¿Cuál es el pH de la sangre?

$$pH + pOH = 14.00$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2.5 \times 10^{-7}) = 6.60$$

$$pH = 14.00 - pOH = 14.00 - 6.60 = 7.40$$

Desarrolle la siguiente tabla

pH	pOH	[H] +	[OH] -	Ácido o base
5.8	8.52	1.6x10-6	6.3 x10-9	ácido
4.6	9.4	2.51 x10-5	3.98x10-10	ácido
8.8	5.2	1.55 x 10 -9	6.3x10-6	base
0.14	13.86	1.38x10-14	7.2 x 10 -1	ácido

Electrolito fuerte – se disocia al 100%

$$NaCl\ (s) \xrightarrow{H_2O} Na^+\ (ac) + Cl^-\ (ac)$$

Electrolitos débiles – no se disocian completamente

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^-\ (ac) + H^+\ (ac)$$

Los ácidos fuertes son electrolitos fuertes

$$HCl\ (ac) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_3O^+\ (ac) + Cl^-\ (ac)$$

$$HNO_3\ (ac) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_3O^+\ (ac) + NO_3^-\ (ac)$$

$$HClO_4\ (ac) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_3O^+\ (ac) + ClO_4^-\ (ac)$$

$$H_2SO_4\ (ac) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_3O^+\ (ac) + HSO_4^-\ (ac)$$

Los ácidos débiles son electrolitos débiles

$HF\ (ac) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_3O^+\ (ac) + F^-\ (ac)$

$HNO_2\ (ac) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_3O^+\ (ac) + NO_2^-\ (ac)$

$HSO_4^-\ (ac) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_3O^+\ (ac) + SO_4^{2-}\ (ac)$

$H_2O\ (l) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_3O^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$

Las bases fuertes son electrolitos fuertes

$NaOH\ (s) \xrightarrow{H_2O} Na^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$

$KOH\ (s) \xrightarrow{H_2O} K^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$

$Ba(OH)_2\ (s) \xrightarrow{H_2O} Ba^{2+}\ (ac) + 2OH^-\ (ac)$

Las bases débiles son electrolitos débiles

F^- (ac) + H_2O (*l*) $\rightleftharpoons$ OH^- (ac) + HF (ac)

NO_2^- (ac) + H_2O (*l*) $\rightleftharpoons$ OH^- (ac) + HNO_2 (ac)

Pares ácido-base conjugadas

- H_3O^+ es el ácido más fuerte que existe en disolución acuosa.
- El ion OH^- es la base más fuerte que puede existir en una disolución acuosa.

TABLE 15.2 Relative Strengths of Conjugate Acid-Base Pairs

Acid strength increases ↑

	Acid	Conjugate Base
Strong acids	$HClO_4$ (perchloric acid)	ClO_4^- (perchlorate ion)
	HI (hydroiodic acid)	I^- (iodide ion)
	HBr (hydrobromic acid)	Br^- (bromide ion)
	HCl (hydrochloric acid)	Cl^- (chloride ion)
	H_2SO_4 (sulfuric acid)	HSO_4^- (hydrogen sulfate ion)
	HNO_3 (nitric acid)	NO_3^- (nitrate ion)
	H_3O^+ (hydronium ion)	H_2O (water)
Weak acids	HSO_4^- (hydrogen sulfate ion)	SO_4^{2-} (sulfate ion)
	HF (hydrofluoric acid)	F^- (fluoride ion)
	HNO_2 (nitrous acid)	NO_2^- (nitrite ion)
	HCOOH (formic acid)	$HCOO^-$ (formate ion)
	CH_3COOH (acetic acid)	CH_3COO^- (acetate ion)
	NH_4^+ (ammonium ion)	NH_3 (ammonia)
	HCN (hydrocyanic acid)	CN^- (cyanide ion)
	H_2O (water)	OH^- (hydroxide ion)
	NH_3 (ammonia)	NH_2^- (amide ion)

Base strength increases ↓

16.11 Amortiguadores: regulación del pH

En química, un **amortiguador** (o regulador) está formado por un par de sustancias químicas que, si están presentes en una solución en particular, mantienen el pH casi constante cuando se agrega un ácido o una base. Un amortiguador químico se asemeja a un amortiguador mecánico que absorbe impactos: tiende a reducir el choque de los cambios drásticos de concentración de H^+ y OH^-. Los amortiguadores son importantes en muchos procesos de manufactura y son indispensables para la vida. Si los sistemas amortiguadores de tu organismo dejaran de funcionar, a ti te ocurriría lo mismo.

Un amortiguador se prepara con un *ácido débil* y una *sal* de ese ácido (o una base débil y una sal de esa base), por lo regular en concentraciones aproximadamente iguales.

Para comprender cómo funciona un amortiguador conviene aplicar el principio de Le Châtelier (Sección 15.4). La **solución amortiguadora** contiene especies que reaccionan con los iones hidrógeno o hidróxido que se agregan y los atrapan.

Se describirá a continuación una solución amortiguadora de ácido acético y acetato de sodio. Si se agrega un ácido fuerte a esta solución, los iones hidrógeno adicionales reaccionan con los iones acetato en solución y forman ácido acético, un ácido débil. El equilibrio se desplaza hacia la derecha conforme el amortiguador de acetato consume los protones para formar un ácido débil.

Adiciónd eá cido

$$H^+(ac) + CH_3COO^-(ac) \rightleftharpoons CH_3COOH(ac)$$

La reacción es reversible en pequeña medida, pero la reacción directa que atrapa los protones es la reacción predominante. Cuando se agrega un ácido, el cambio de pH es muy pequeño hasta que se alcanza la **capacidad amortiguadora**. Es decir, si se agrega una cantidad muy grande de ácido, se llega a un punto en el que los iones acetato ya no puedena traparm ásp rotones.S eh aa lcanzadol ac apacidada mortiguadora.

Cuando se agrega una base fuerte, los iones hidróxido adicionales son neutralizadosp orl osi onesh idrógenod elá cidoa céticod ela mortiguador.

Tabla 16.7 Algunos amortiguadores importantes

Componentes del amortiguador	Nombre del sistema amortiguador	pH*
CH_3COOH y CH_3COO^-	Ácidoa céticoy i ona cetato	4.76
H_2CO_3 y HCO_3^-	(Dióxidod ec arbono)á cido carbónicoy i onh idrogenocarbonato	6.46†
$H_2PO_4^-$ y HPO_4^{2-}	Iond ihidrogenofosfatoy i on monohidrogenofosfato	7.20
NH_4^+ y NH_3	Iona monioy a moniaco	9.25

*Los valores que se indican corresponden a soluciones 0.1 M respecto a cada compuesto a 25°C.

†Este valor incluye las moléculas de CO_2 como H_2CO_3 no disociado. El pH del H_2CO_3 sólo es de alrededor de 3.8.